

NOTIONS ELEMENTAIRES DE CHIMIE

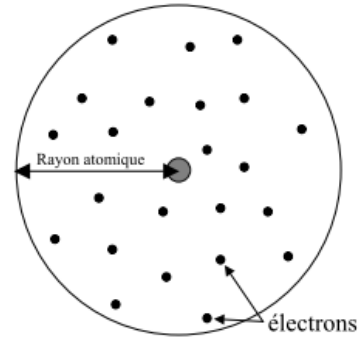
I. L'ATOME

Les atomes sont des « petits grains de matière » qui constituent la matière. L'atome est un système complexe que l'on va étudier à l'aide de modèle simple.

IA. STRUCTURE DE L'ATOME

Un atome est constitué d'un noyau sphérique central, autour duquel gravitent des électrons. Ce modèle permet de décrire de façon simple l'atome. C'est le modèle de Rutherford (1910).

On représente l'atome par une sphère, son rayon atomique a un ordre de grandeur de 10^{-10} m (0.1nm).



IB. LE NOYAU

Le noyau a un rayon de l'ordre de 10^{-15} m (1 fm), C'est à dire 100 000 fois plus petit que l'atome.

Il est constitué de nucléons :

- les protons
- les neutrons

IB1. les protons (p)

Les protons ont une charge électrique positive, sa valeur est $e = 1,6.10^{-19}$ C, c'est la plus petite charge électrique que puisse porter une particule.

Les protons ont une masse égale à $1,673.10^{-27}$ kg, on la note m_p .

IB2. les neutrons (n)

Les neutrons sont électriquement neutres.

Les neutrons ont une masse égale à $1,675.10^{-27}$ kg, on la note m_n .

IC. LES ELECTRONS (e⁻)

Les électrons possèdent une charge électrique négative. Sa valeur est : $-e = -1,6.10^{-19}$ C.

Leur masse est environs 1800 fois plus petite que celle des nucléons ($m_e = 9,109.10^{-31}$ kg)

ID. COMPOSITION DE L'ATOME

Les atomes se distinguent par le nombre de particules (protons, neutrons, électrons) qui les composent.

Les atomes sont électriquement neutres.

Représentation symbolique

Chaque atome est caractérisé par deux nombres :

- le numéro atomique : Noté Z, il correspond au nombre de protons contenus dans le noyau. Il est aussi appelé nombre de charges.
- Le nombre de nucléons : Noté A, il correspond au nombre de protons et de neutrons présents dans le noyau. Il est aussi appelé nombre de masse.



Exemple :

${}^{12}_6C$ Le carbone possède un numéro atomique $Z = 6$, cela signifie que son noyau possède 6 protons.
Son nombre de masse A est 12, donc son nombre de neutrons est :
 $A - Z = 12 - 6 = 6$ neutrons

ID1. nombre d'électrons

Un atome isolé est électriquement neutre : la somme des charges électriques des particules est nulle. La charge du noyau est $+Ze$ (c'est pour cela que A est appelé nombre de charge). La charge des électrons doit donc être $-Ze$. Un électron ayant une charge $-e$, l'atome possède autant d'électrons que de protons, c'est à dire Z électrons.

Exemple : le carbone possède 6 protons, il a donc 6 électrons.

ID2. Masse d'un atome

La masse d'un atome est la somme de la masse des particules qui le compose :

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + (A-Z).m_n + Z.m_e$$

exemple : calcul de la masse d'un atome de carbone:

$$m_C = 6.m_p + (12-6).m_n + 6.m_e$$

$$m_C = 6.1,673.10^{-27} + (12-6).1,675.10^{-27} + 6.9,109.10^{-31}$$

$$m_C = 2,0093.10^{-26} \text{ kg}$$

On a vu que la masse de l'électron est négligeable devant celle d'un nucléon. On va donc simplifier le calcul de la masse d'un atome en ne prenant en compte que les nucléons (d'où le nom de nombre de masse).

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + (A-Z).m_n$$

exemple : calcul de la masse d'un atome de carbone 12:

$$m_C = 6.m_p + (12-6).m_n$$

$$m_C = 6.1,673.10^{-27} + (12-6).1,675.10^{-27}$$

$$m_C = 2,0088.10^{-26} \text{ kg}$$

IE. EXERCICES

- Donner le nom et déterminer la composition chimique des atomes suivants:



- Quelle est la représentation symbolique d'un atome de chlore (Cl) ayant 17 protons et 35 nucléons ?
- Quel est son nombre de neutrons ?
- Calculer la masse de l'atome de chlore.
- Une tournure de cuivre a une masse de 5 mg.
- Calculer la masse d'un atome de cuivre. (Cu : $A = 63$; $Z = 29$)
 - Evaluer le nombre d'atomes contenu dans cet échantillon.

II. LES ELEMENTS CHIMIQUES

Il existe environs 110 éléments chimiques. Un même élément peut avoir plusieurs entités chimiques (atomes, ions).

IIA. LES ISOTOPES

Des atomes ayant le même nombre de charges, mais un nombre de nucléons différents sont des isotopes. Des atomes isotopiques ont les mêmes propriétés chimiques. Ils sont désignés par le même nom et par le même symbole. Seul change l'indication du nombre de nucléons (le nombre de neutrons change).

Exemple : le lithium :

Le lithium 6 : Possède 3 protons, 3 neutrons (6-3), et 3 électrons

Le lithium 7 : Possède 3 protons, 4 neutrons (7-3) et 3 électrons

De nombreux atomes possèdent des isotopes naturels. La proportion de chaque isotope est connue et dépend de l'atome envisagé. Cette proportion est appelée abondance relative des isotopes. Exemples :

	$A=12$	$A=13$	$A=14$	$A=15$	$A=16$	$A=17$	$A=18$
Carbone (C) $Z = 6$	98,9 %	1,1%	Traces				
Azote (N) $Z = 7$			99,6%	0,4%			
Oxygène (O) $Z = 8$					99,8%	0,05%	0,15%

IIIB. REMPLISSAGE DES COUCHES

Chaque atome possède sa **structure électronique**. Donner la structure électronique d'un atome consiste à indiquer le nombre d'électrons sur chaque couche.

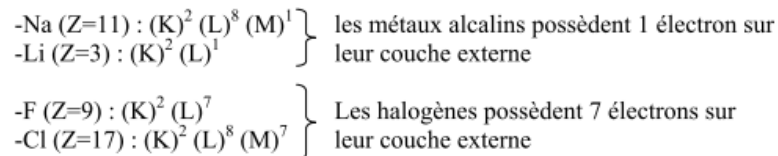
Ex : le néon : Ne (Z=10) : (K)² (L)⁸

Il existe des règles de remplissage valables uniquement si Z ≤ 18

- On répartit les électrons sur la couche K jusqu'à saturation
- On répartit les électrons sur la couche L jusqu'à saturation
- On répartit les électrons sur la couche M jusqu'à saturation

Les électrons placés sur la dernière couche sont les plus éloignés du noyau, on dit qu'ils sont sur la couche externe. Ces électrons permettent de prévoir la réactivité des atomes.

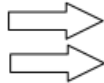
Exemple de structure électronique de différents atomes :



Remarque :

Li et F appartiennent période 2 (ligne 2)

Na et Cl appartiennent période 3 (ligne 3)



leur couche externe est la couche L

leur couche externe est la couche M

IIIC. REGLE DE STABILITE

IIIC1. les gaz rares (noble).

Les gaz rares sont les éléments situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Ces gaz ont une particularité, ils possèdent tous 8 électrons sur leur couche externe (sauf l'hélium : 2 électrons).

Ne (Z=12) : (K)² (L)⁸

Ar (Z=18) : (K)² (L)⁸ (M)⁸

Cette caractéristique leur donne une grande stabilité chimique, on dit qu'ils sont chimiquement neutres. Ils restent naturellement à leur état atomique

IIIC2. les autres éléments.

Les autres éléments n'existent pas naturellement sous forme atomique car ils ne sont pas stables (ils ne possèdent pas 8 électrons sur leur couche externe). Pour gagner en stabilité, ils cherchent à obtenir la même structure électronique que le gaz rare de numéro atomique le plus proche du leurs.

Exemple :

- Le magnésium n'existe pas naturellement. En présence d'eau il forme l'ion Mg²⁺.

Mg (Z=12) : (K)² (L)⁸ (M)²

Mg²⁺ (10 électrons) : (K)² (L)⁸  structure électronique du néon

RQ : il est plus facile de perdre 2 électrons que d'en gagner 6

- Le chlore n'existe pas naturellement. En présence d'eau il forme l'ion Cl⁻

Cl (Z=17) : (K)² (L)⁸ (M)⁷

Cl⁻ (18 électrons) : (K)² (L)⁸ (M)⁷  structure électronique du Néon

RQ : il est plus facile de gagner 1 électron que d'en perdre 7

Chapitre I : L'atome

I. 1 Modèle de Bohr

Dans une approche simpliste, l'atome est constitué d'un noyau autour duquel gravitent des électrons dans des trajectoires quasi circulaires.

i. Le Noyau : Il est constitué de neutrons et de protons. Les protons sont chargés positivement-la charge élémentaire sera notée $q=e$ dont la valeur est $e=1,6.10^{-19}C$. Les neutrons n'ont pas de charges. Le tableau suivant résume les paramètres décrivant le noyau.

particules	Masses (kg)	Charges (Coulomb)
Proton	$1,67.10^{-27}$	$e = 1,6.10^{-19}$
Neutron	$1,67.10^{-27}$	0

ii. Les électrons : Ceux-ci gravitent autour du noyau dans des trajectoires quasi circulaires. Les électrons sont chargés négativement.

particule	Masse (kg)	Charge (Coulomb)
Electron	$9,1.10^{-31}$	$-e = -1,6.10^{-19}$

On remarque que la masse d'un électron est très petite devant celle d'un proton. On pourra alors dire que la masse d'un atome est assimilée à celle de son noyau.

Symbolisme

La description d'un atome X est notée de façon conventionnelle : A_ZX

Z : est le nombre de protons. C'est le numéro atomique.

A : est le nombre de nucléons ie le nombre de particules que comporte le noyau. C'est le nombre de masse.

A-Z : est le nombre de neutrons.

Remarque : Pour un atome, le nombre Z de protons sera le même que celui des électrons. Ce ne sera pas le cas pour des cations et des anions.

I.2. Cohésion de l'atome.

L'objectif est ici de savoir si la cohésion atomique est assurée par la force gravitationnelle ou par la force coulombienne. Pour Cela, considérons l'atome le plus simple : l'hydrogène : ${}^1_1\text{H}$. Cet atome est ainsi que nous le savons, à présent, constitué de :

-1 proton

-1 électron

-0 neutron.

Si l'on considère l'interaction gravitationnelle entre le proton et l'électron, la force d'attraction entre ces deux particules vaut :

$$F_g = \frac{Gm_e m_p}{d^2} = \frac{6,67 \cdot 10^{-11} \cdot (9,1 \cdot 10^{-31})(1,67 \cdot 10^{-27})}{(5 \cdot 10^{-11})^2} = 4 \cdot 10^{-47} \text{ N}$$

Si l'on considère l'interaction coulombienne, la force d'attraction entre ces deux particules vaut :

$$F_e = \frac{ke^2}{d^2} = \frac{9 \cdot 10^9 (1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(5 \cdot 10^{-11})^2} = 9,2 \cdot 10^{-8} \text{ N}$$

IN FINE : Il est clair que la cohésion intra-atomique est essentiellement due aux forces d'attraction entre les charges et non au concept lié à la gravité.

I.3 Structure électronique des atomes.

Rappelons les notions simplistes apprises au lycée :

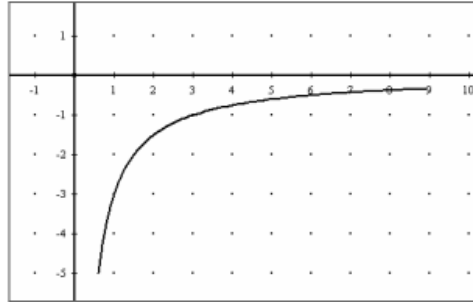
L'atome ${}^A_Z X$ est constitué de Z protons et dont de Z électrons. Le modèle de Bohr est un modèle planétaire permettant dans une approche classique de répartir les électrons autour du noyau. Nous rappelons ainsi que cette répartition se fait en couches (ou en trajectoires) : chaque couche possède une énergie bien spécifique. Celle-ci se caractérise par un nombre entier non nul : le nombre quantique principal. On a ainsi le tableau suivant :

Valeur de n	Dénomination de la couche	Nombre maximal d'électrons
n=1	Couche K	2
n=2	Couche L	8
n=3	Couche M	18
n=4	Couche N	32

Le nombre maximal d'électrons que peut contenir une couche est $2n^2$

I. 4 Modèle ondulatoire

La compréhension de la structure de la matière ne peut se faire à l'aide de la physique classique dont les bases ont été établies par Isaac Newton. En tenant compte des dimensions relatives aux atomes, le principe d'incertitude de Heisenberg qui soutient que l'on ne peut connaître de façon absolue la vitesse et la position de la particule prend ici tout son sens. Ce principe est modélisé par l'inégalité :



Cette modélisation mathématique ne correspond pas à l'observation : En effet, celle-ci montre l'existence d'un spectre d'énergie discontinue (ie définie sur $\mathbb{N}$ l'ensemble des entiers naturels). Ceci montre que la physique de Newton doit, ici, subir une correction, que l'on nomme, correction quantique, afin de faire apparaître dans la formule précédente un entier naturel non nul, expliquant le caractère discontinu du spectre de l'atome d'hydrogène.

La correction proposée par Niels Bohr fait apparaître la relation : $mVr = \frac{h}{2\pi}n$ ($n \in \mathbb{N}^*$)

On obtient : (I) $\Rightarrow m_e \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m_e^2 r^2} = \frac{ke^2}{r} \Leftrightarrow \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m_e r} = ke^2 \Leftrightarrow r = \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m_e ke^2}$

Cette expression est dite le rayon de Bohr. Elle met en évidence la relation entre le rayon de l'orbite et l'entier naturel non nul n - le nombre quantique principal.

Il vient alors que : $E = -ke^2 \times \frac{4\pi^2 m_e ke^2}{2h^2 n^2}$ ie : $E = -\frac{E_0}{n^2}$ avec : $E_0 = \frac{2\pi^2 m_e k^2 e^4}{h^2}$

Une application numérique montre que $E_0 = 13,6eV$

ATTENTION : La formule du rayon de Bohr est exigible au concours.

Cette démonstration met à mal l'appréhension de la matière par les modèles classiques de Newton.

Un autre modèle prend forme au début du vingtième siècle. Celui-ci met en avant non pas la masse comme paramètre essentiel, mais l'énergie.

La seconde loi de Newton $\sum \vec{F}_{ex} = m\vec{a}$ s'éclipse au profit d'une seconde théorie dont la modélisation physico-mathématique est l'équation de Schrödinger. Celle-ci s'écrit :

$$H\Psi = E\Psi$$

$E = E_c + E_p$ est l'énergie totale de l'électron.

Ψ est une onde associée à l'électron. On montre que $|\Psi|^2$ est proportionnelle à la probabilité de présence de l'électron dans un certain volume de l'espace.

H est une fonction mathématique ; elle se nomme l'Hamiltonien.

$H=T+V$ où T est l'énergie cinétique du système et V son énergie potentielle.

Dans le cas d'un système à un électron, l'équation de Schroödinger a pour expression :

$$-\frac{h^2}{2m}\Delta\Psi - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon r}\Psi = E\Psi$$

Où Δ est le Laplacien mathématique : $\Delta = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$ (Dérivées par rapport à x, à y, à z)

Il n'est pas de notre programme de résoudre une telle équation différentielle spatio-temporelle. Ce qui est important est d'en connaître les principaux résultats.

Les deux paramètres résultants de la résolution de cette équation sont :

Ψ : la fonction d'onde caractérisant la configuration de l'électron dans son état fondamental. De façon mathématique, il est nécessaire de comprendre que la probabilité de présence de l'électron dans une région bien déterminée de l'espace est directement proportionnelle à $|\Psi|^2$

Ie $P = k|\Psi|^2$

Par la suite nous donnerons le nom de ORBITALE à cette fonction d'onde

E : A chaque fonction d'onde sera associée une énergie. Cette énergie caractérisera le niveau énergétique de l'électron dans son état fondamental.

On remarquera que pour une valeur de l'énergie E, il pourra se trouver plusieurs fonctions d'onde : on dira que l'on a un niveau d'énergie dégénéré.

RESULTATS :

On montre (les démonstrations mathématiques sont bien difficiles) qu'en toute généralité les fonctions d'ondes, (ou orbitales) sont des fonctions de trois entiers : n, l et m

Ie $\Psi = \Psi(n, l, m)$

n est un entier naturel non nul : on le nomme le nombre quantique principal $n \in \mathbb{N}^*$

l : nombre quantique secondaire ou azymutal. Il quantifie le module du moment cinétique de l'électron

$$0 \leq l \leq n-1$$

m : nombre quantique magnétique. Il représente la quantification de la projection du vecteur $\vec{l}$ sur l'axe Oz de notre système

$$-l \leq m \leq l$$

En conséquence, à une énergie E (n) correspond plusieurs fonctions d'ondes. Le degré de dégénérescence est de façon claire :

$$\sum_{l=0}^{n-1} (2l+1) = n^2$$

Ce degré représente le nombre d'orbitales existants pour une même valeur de l'énergie.

Notation des orbitales atomiques.

L	0	1	2	3
Sous couches	s	p	d	F

Exemple de notation :

Ψ_{100}	1s
Ψ_{200}	2s
$\Psi_{21,-1}$	$2p_x$
Ψ_{210}	$2p_y$
Ψ_{211}	$2p_z$

En toute généralité, on obtient les configurations suivantes :

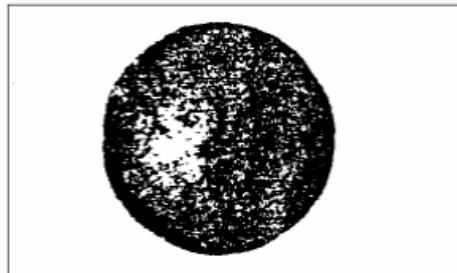
Valeurs de n	Valeurs de l	Valeurs de m	Dénomination	Structure électronique
$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	1s	$1s^2$
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	2s	$2s^2$
	$l = 1$	$m = -1$	2p	$2p^6$
		$m = 0$		
		$m = 1$		
$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	3s	$3s^2$
	$l = 1$	$m = -1$	3p	$3p^6$
		$m = 0$		
		$m = 1$		
	$l = 2$	$m = -2$	3d	$3d^{10}$
		$m = -1$		
		$m = 0$		
		$m = 1$		
		$m = 2$		
$n = 4$	$l = 0$	$m = 0$	4s	$4s^2$
	$l = 1$	$m = -1$	4p	$4p^6$
		$m = 0$		
		$m = 1$		
	$l = 2$	$m = -2$	4d	$4d^{10}$
		$m = -1$		
		$m = 0$		
		$m = 1$		
		$m = 2$		
		$m = -3$		

	$l = 3$	$m = -2$	$4f$	$4f^{14}$
		$m = -1$		
		$m = 0$		
		$m = 1$		
		$m = 2$		
		$m = 3$		

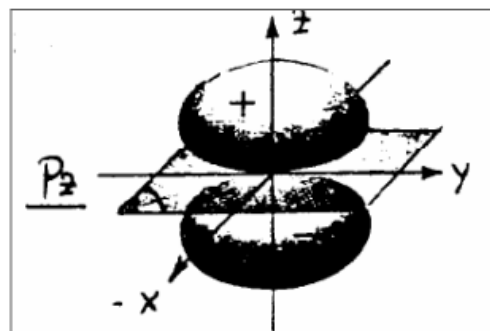
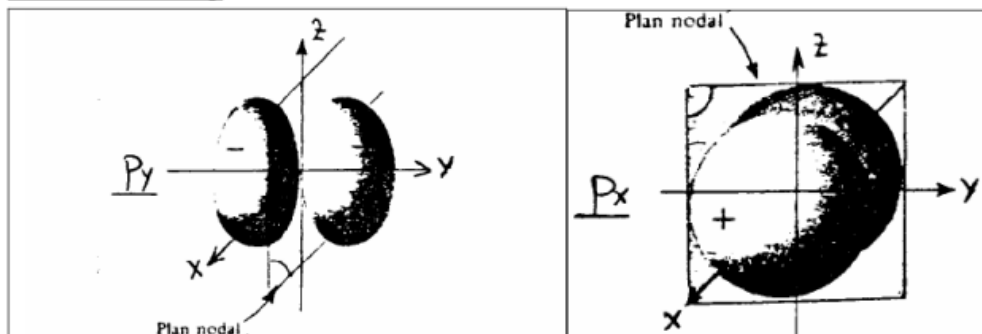
Ainsi que je viens de l'exprimer, les carrés des modules des fonctions d'ondes sont proportionnels à la probabilité de présence de la particule dans un volume bien spécifié de l'espace.

Il est exigible aux concours de connaître les principales orbitales :

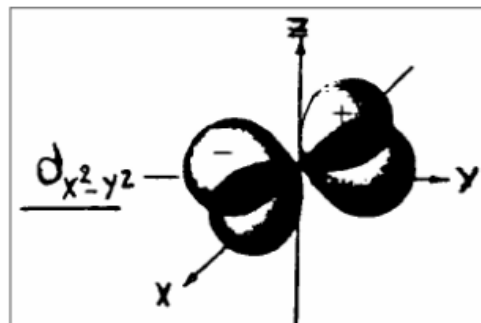
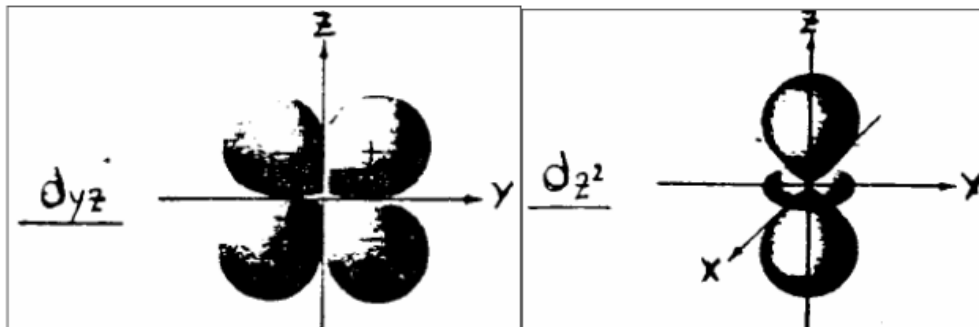
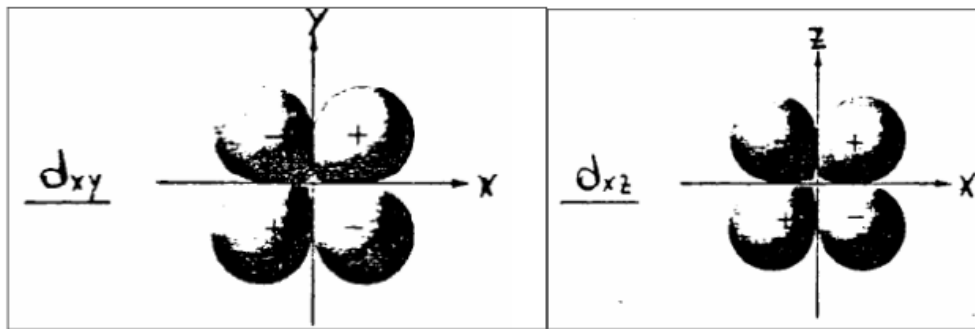
Orbitale s :



Les trois orbitales p :



Les 5 orbitales d.



Remarque : Les zones les plus sombres mettent en évidence une densité de probabilité de présence de l'électron plus importante.

A titre purement indicatif, voici les modélisations mathématiques concernant les orbitales principales, ainsi que les courbes de densité de probabilités.

I.5. Atome polyélectronique

Dans la partie précédente, nous nous sommes intéressés qu'à un système comportant qu'un seul atome et nous avons constaté, compte tenu du principe d'incertitude de Heisenberg, qu'il fallait mettre en place un nouveau modèle, probabiliste, permettant de déterminer mathématiquement la probabilité de cet électron dans une région de l'espace. Les figures en annexe montrent bien le caractère probabiliste de cette approche.

Qu'en est-il à présent s'il on a un système comportant plusieurs électrons ? Là encore, le concept mathématique est très complexe et il n'est pas de notre point de vue de présenter un modèle mathématique trop difficile. Dans le cadre de notre concours, seuls les résultats sont importants.

Nous avons constaté l'apparition de trois nombres quantiques lors de la résolution de l'équation de Schrödinger. Afin de satisfaire à des résultats expérimentaux, il est nécessaire de faire apparaître un quatrième nombre quantique : le nombre quantique de spin. En appelant $\vec{S}$ le moment mathématique de spin, on montre que sa projection sur un des trois axes peut prendre deux valeurs $\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$. Par abus de langage, on dira que le nombre quantique de spin peut prendre deux valeurs

$$s = 1/2 \text{ (spin up)}$$

$$s = -1/2 \text{ (spin down)}$$

Nous reviendrons sur les atomes hydrogénoïdes, néanmoins il est à noter l'existence d'une levée de dégénérescence des niveaux énergétiques pour de tels atomes.

I.6. Règles de remplissages des sous couches.

Il existe trois règles empiriques permettant la détermination de la structure électronique d'un atome de façon plus affine.

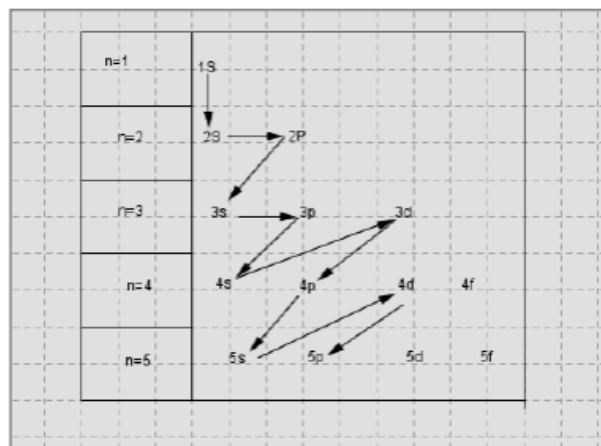
1/ Principe d'exclusion de Pauli :

Deux électrons ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques. Cela signifie qu'ils diffèrent par la valeur du nombre quantique de spin.

2/ Règles de Kléchkowski

Le remplissage des niveaux énergétiques est empirique. Il se fait par énergies croissantes.

Attention : il existe quelques anomalies à cette règles : en général, le niveau 4s se remplit avant le niveau 3d. Mais ce n'est pas le cas pour les atomes de Chrome et de Cuivre.



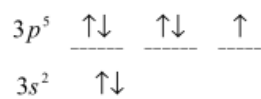
3/ Règle de Hund.

Dans l'état fondamental, on doit avoir une multiplicité de spin maximal.

Cela veut dire que l'on doit avoir un maximum de spin parallèles (up)

Remarque importante : la levée de la dégénérescence énergétique permet de mieux comprendre la formation des liaisons chimiques. En effet, on peut, par ce biais, mettre en évidence la structure de Lewis des atomes.

Prenons l'exemple du Chlore $Z=17$. La structure électronique est $(1s^2 2s^2 2p^6) 3s^2 3p^5$. En considérant les 7 électrons de valence, nous avons une représentation énergétique suivante :



Le remplissage des orbitales (ou sous couche) en respectant les règles précédentes permet de comprendre la structure de Lewis de L'atome : 3 doublets non liants et un électron célibataire. A ce titre, le Chlore est, ainsi que nous le savons, monovalent.

On obtient la représentation de Lewis connue pour le Chlore.

Nous comprenons, à présent, la méthodologie imposée dès la classe de seconde pour déterminer la structure de Lewis des atomes et donc des molécules.

ATTENTION :

1. la levée partielle de la dégénérescence est essentiellement due à l'existence d'un système polyélectronique. Cette levée constatée est essentiellement due à des interactions entre les différents électrons constituant le cortège atomique.

2. Ainsi que je l'ai fait remarquer, il y a deux exceptions à connaître à la règle de Kléchkowski : Le cuivre et le chrome

Cu $Z=29$ dont la structure est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Cr $Z=24$ dont la structure est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

En effet, d'après la règle de Hund, ces configurations sont beaucoup plus stables que celles prévues initialement. On a un maximum d'électrons à spins parallèles :



Par ailleurs, on rappelle que pour l'atome d'hydrogène, les niveaux d'énergies sont quantifiés par la relation mathématique :

$$E(n) = -\frac{13,6}{n^2} (eV) \quad (\text{Relation démontrée précédemment}).$$

On montre que pour atome hydrogénoïde (dont la structure n'est pas trop éloignée de celle de H) on a

$$E(n, L) = -\frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2} (eV)$$

I. 7. Le tableau périodique des éléments.

A la lecture du tableau des éléments, nous distinguons essentiellement :

1. Des lignes horizontales appelées périodes dans lesquels les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre de leur numéro atomique Z .

Ces périodes sont définies par la valeur de l'entier n correspondant à la dernière couche : la couche dite de valence.

Pour exemples : - l'élément Na est tel que sa couche de valence est caractérisée par $n=3$;

- L'élément K est tel que sa couche de valence est caractérisée par $n=4$.

2. Des colonnes. Elles correspondent aux familles ie aux groupes chimiques. Les éléments de ces colonnes ont tous le même nombre d'électrons de valence.

On remarquera que les lettres A et B permettent de mieux préciser certaines analogies chimiques entre des colonnes définies par le même chiffre romain.

3. Pour ce qui concerne les colonnes, on a, de façon succincte

IA : les alcalins

IIA : Les alcalino-terreux

IIIB, IVB, VB, VIB : Les éléments à sous couches complètes

VIIB Les halogènes

0 : Les gaz rares : ils sont inertes du point de vue chimique.

Ces colonnes mettent en évidence le nombre d'électrons de valence.

Pour exemples : Cl ligne 3, colonne VII met en évidence une structure $3s^2 3p^5$

P Ligne 3, colonne V met en évidence une structure $3s^2 3p^3$

Mg Ligne 3, colonne II met en évidence une structure $3s^2$

4. Les colonnes IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIII font intervenir les éléments de transition qui se caractérisent par le fait de posséder en général plusieurs degrés d'ionisation et des orbitales d incomplètes.

Classification périodique

légende
 numéro atomique
 masse atomique en g. mol⁻¹ (1)
 symbole (2)

numéro atomique
 4
 Be
 9,012
 Beryllium

numéro atomique
 11
 Na
 22,990
 Sodium

numéro atomique
 12
 Mg
 24,305
 Magnésium

numéro atomique
 13
 Al
 26,982
 Aluminium

numéro atomique
 14
 Si
 28,086
 Silicium

numéro atomique
 15
 P
 30,974
 Phosphore

numéro atomique
 16
 S
 32,065
 Soufre

numéro atomique
 17
 Cl
 35,453
 Chlore

numéro atomique
 18
 Ar
 39,948
 Argon

numéro atomique
 19
 K
 39,098
 Potassium

numéro atomique
 20
 Ca
 40,078
 Calcium

numéro atomique
 21
 Sc
 44,956
 Scandium

numéro atomique
 22
 Ti
 47,88
 Titane

numéro atomique
 23
 V
 50,942
 Vanadium

numéro atomique
 24
 Cr
 51,996
 Chrome

numéro atomique
 25
 Mn
 54,938
 Manganèse

numéro atomique
 26
 Fe
 55,845
 Fer

numéro atomique
 27
 Co
 58,933
 Cobalt

numéro atomique
 28
 Ni
 58,69
 Nickel

numéro atomique
 29
 Cu
 63,546
 Cuivre

numéro atomique
 30
 Zn
 65,38
 Zinc

numéro atomique
 31
 Ga
 69,723
 Gallium

numéro atomique
 32
 Ge
 72,63
 Germanium

numéro atomique
 33
 As
 74,922
 Arsenic

numéro atomique
 34
 Se
 78,96
 Sélénium

numéro atomique
 35
 Br
 79,904
 Brome

numéro atomique
 36
 Kr
 83,80
 Krypton

numéro atomique
 37
 Rb
 85,468
 Rubidium

numéro atomique
 38
 Sr
 87,62
 Strontium

numéro atomique
 39
 Y
 88,906
 Yttrium

numéro atomique
 40
 Zr
 91,224
 Zirconium

numéro atomique
 41
 Nb
 92,906
 Niobium

numéro atomique
 42
 Mo
 95,94
 Molybdène

numéro atomique
 43
 Tc
 98,906
 Technétium

numéro atomique
 44
 Ru
 101,07
 Ruthénium

numéro atomique
 45
 Rh
 102,91
 Rhodium

numéro atomique
 46
 Pd
 106,42
 Palladium

numéro atomique
 47
 Ag
 107,87
 Argent

numéro atomique
 48
 Cd
 112,41
 Cadmium

numéro atomique
 49
 In
 114,82
 Indium

numéro atomique
 50
 Sn
 118,71
 Étain

numéro atomique
 51
 Sb
 121,76
 Antimoine

numéro atomique
 52
 Te
 127,60
 Tellure

numéro atomique
 53
 I
 126,91
 Iode

numéro atomique
 54
 Xe
 131,29
 Xénon

numéro atomique
 55
 Cs
 132,91
 Césium

numéro atomique
 56
 Ba
 137,33
 Baryum

numéro atomique
 57
 La
 138,91
 Lanthane

numéro atomique
 58
 Ce
 140,12
 Cérium

numéro atomique
 59
 Pr
 140,91
 Praseodyme

numéro atomique
 60
 Nd
 144,24
 Néodyme

numéro atomique
 61
 Pm
 144,91
 Prométhée

numéro atomique
 62
 Sm
 150,36
 Samarium

numéro atomique
 63
 Eu
 151,96
 Europium

numéro atomique
 64
 Gd
 157,25
 Gadolinium

numéro atomique
 65
 Tb
 158,93
 Terbium

numéro atomique
 66
 Dy
 162,50
 Dysprosium

numéro atomique
 67
 Ho
 164,93
 Holmium

numéro atomique
 68
 Er
 167,26
 Erbium

numéro atomique
 69
 Tm
 168,93
 Thulium

numéro atomique
 70
 Yb
 173,05
 Ytterbium

numéro atomique
 71
 Lu
 174,97
 Lutécium

numéro atomique
 72
 Hf
 178,49
 Hafnium

numéro atomique
 73
 Ta
 180,95
 Tantalum

numéro atomique
 74
 W
 183,84
 Tungstène

numéro atomique
 75
 Re
 186,21
 Rhenium

numéro atomique
 76
 Os
 190,23
 Osmium

numéro atomique
 77
 Ir
 192,22
 Iridium

numéro atomique
 78
 Pt
 195,08
 Platine

numéro atomique
 79
 Au
 196,97
 Or

numéro atomique
 80
 Hg
 200,59
 Mercure

numéro atomique
 81
 Tl
 204,38
 Thallium

numéro atomique
 82
 Pb
 207,2
 Plomb

numéro atomique
 83
 Bi
 208,98
 Bismuth

numéro atomique
 84
 Po
 209
 Polonium

numéro atomique
 85
 At
 210
 Astatine

numéro atomique
 86
 Rn
 222
 Radon

numéro atomique
 87
 Fr
 223
 Francium

numéro atomique
 88
 Ra
 226
 Radium

numéro atomique
 89
 Ac
 227
 Actinium

numéro atomique
 90
 Th
 232,04
 Thorium

numéro atomique
 91
 Pa
 231,04
 Protactinium

numéro atomique
 92
 U
 238,03
 Uranium

numéro atomique
 93
 Np
 237,05
 Neptunium

numéro atomique
 94
 Pu
 244,06
 Plutonium

numéro atomique
 95
 Am
 243,06
 Américium

numéro atomique
 96
 Cm
 247,07
 Curium

numéro atomique
 97
 Bk
 247,07
 Berkelium

numéro atomique
 98
 Cf
 251,08
 Californium

numéro atomique
 99
 Es
 252,08
 Éinsteinium

numéro atomique
 100
 Fm
 257,10
 Fermium

numéro atomique
 101
 Md
 258,10
 Mendelevium

numéro atomique
 102
 No
 259,10
 Nobelium

numéro atomique
 103
 Lr
 262,10
 Lawrencium

Propriétés à remarquer :

1. Pour une même période, Le numéro atomique augmente et le rayon atomique diminue.

En effet : la force d'interaction de coulomb augmente.

2. Pour une même période, l'électronégativité des éléments augmente de gauche vers la droite.

3. Pour une même colonne, le rayon atomique augmente de haut vers le bas.

En effet, le cortège électronique est alors beaucoup plus volumineux.

4. Pour une même période, L'électronégativité des éléments

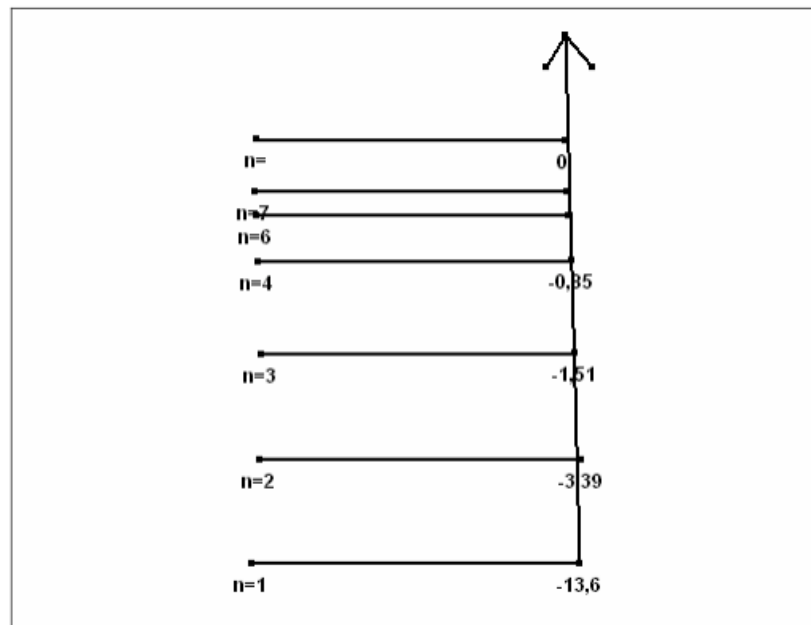
I.8 Transitions électroniques.

Ainsi que nous l'avons démontré précédemment, l'atome d'hydrogène ne peut exister que dans certains états énergétiques. Ceux-ci sont déterminés par la valeur de l'entier naturel non nul n :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$$

$$E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

On obtient un spectre discontinu.



Ce spectre fait apparaître deux transitions possibles.

1^{er} cas. Lorsque l'atome passe de son niveau fondamental ($n=1$) vers un niveau d'énergie plus élevé, on dit qu'il y a excitation. L'énergie qu'il faut fournir pour cela est quantifiée par la relation :

$$\Delta E = E_p - E_1 = -\frac{E_0}{p^2} + \frac{E_0}{1} = E_0 \left(1 - \frac{1}{p^2}\right) = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

h est la constante de Planck

c est la célérité de la lumière dans le vide.

ν est la fréquence de la transition.

λ est la longueur d'onde de la transition.

On rappelle que :
$$\begin{cases} h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \\ c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \end{cases}$$

Remarque $p > 1 \Leftrightarrow p^2 > 1 \Leftrightarrow \frac{1}{p^2} < 1 \Leftrightarrow -\frac{1}{p^2} > -1 \Leftrightarrow 1 - \frac{1}{p^2} > 0 \Leftrightarrow \Delta E > 0$

La transition est bien endoénergétique : Elle consomme de l'énergie.

2nd Cas : Lorsque l'atome effectue une transition d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie inférieure E_n , il existe un rayonnement photonique de fréquence ν (ou de longueur d'onde λ) tel que :

$$\Delta E = E_n - E_p = -\frac{E_0}{n^2} + \frac{E_0}{p^2} = E_0 \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

De la même façon, on montre de façon triviale, que

$\Delta E < 0$ la transition est exoénergétique : elle libère bien de l'énergie.

C'est la raison pour laquelle , le calcul des longueurs d'ondes des transitions se fera en considérant les valeurs absolues :

$$|\Delta E| = |E_n - E_p| = E_p - E_n = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Remarque

$E_0 = 13,6 \text{ eV}$ est l'énergie d'ionisation de l'atome. Cette énergie est celle qu'il faut fournir à l'atome pour dissocier ses éléments constitutifs et les placer à l'infini.

En effet :

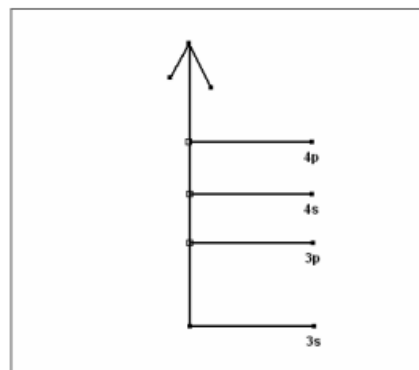
$$E_\infty - E_1 = 0 - (-E_0) = E_0$$

CQFD

Remarque :

Ce qui précède peut être généralisé à d'autres atomes.

Voici une partie du diagramme énergétique de l'atome de sodium. La transition du niveau 3p vers le niveau 3s correspond à la raie jaune-orangée de longueur d'onde 589nm.



Les niveaux d'énergie affectant les couches électroniques externes d'un atome sont de l'ordre de l'électron-Volt. Ainsi, les photons émis ont des fréquences qui sont dans le domaine du visible (longueurs d'onde entre 400nm et 800 nm.)

Les niveaux d'énergie affectant les couches internes d'un atome sont de l'ordre du KeV. Les photons émis sont alors dans le domaine des rayons X. Ces photons sont invisibles et très énergétiques. Ils sont , par ailleurs, dangereux pour le corps humain. On les utilise en radiographie.